

LABORATÓRIOS ESCOLARES

ESPAÇOS FLEXÍVEIS PARA APRENDER

CIÊNCIAS

Escola Secundária D. Maria II

Professora de Física e Química A

Responsável pelos Laboratórios de Física e Química A

Maria Lucinda Moreira da Costa

REACÇÕES DE OXIDAÇÃO – REDUÇÃO

Reacções de oxidação-redução : “Árvores de Metais”

Pretende-se:

- 1 - Seleccionar o material e reagentes necessários para a realização das reacções químicas pretendidas.
- 2 - Descrever um procedimento experimental para realizar as reacções.
- 3 - Preparar as soluções necessárias para as reacções de oxidação redução que se pretendem realizar.

Glossário: breve descrição de conceitos e termos a serem empregues.

Termo/Conceito	Descrição
Oxidação	
Redução	
Redutor	
Oxidante	
Nº de oxidação	
Solução	
Soluto	
Solvente	
Concentração	

Reacções de Oxidação – Redução

“ÁRVORES DE METAIS”

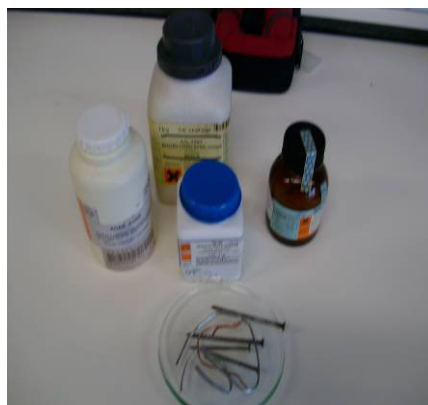
Colocam-se vários metais em recipientes contendo soluções límpidas. Alguns minutos depois, começam a formar-se cristais metálicos sobre a superfície metálica, que se assemelham, por vezes a ramos de uma árvore.

Parte Experimental

Material :

Reagentes disponíveis no laboratório

Nitrato de prata (AgNO_3) ;
Cloreto de Estanho (SnCl_2);
Nitrato de Chumbo [$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$];
Ácido clorídrico (37%);
Arame de cobre;
Arame de aço “clip”;
Fita de zinco



Procedimento Experimental

1. Protecção pessoal e segurança no laboratório.

Indique cuidados e medidas de segurança a adoptar.

2. Prepare pequenas placas de Zinco, fio de cobre e aço, limpando-as com uma lixa.

3. Preparar 25,00 mL das seguintes soluções:

- a) Solução aquosa 2% em massa de AgNO_3
- b) Solução aquosa 5% em massa SnCl_2
- c) Solução aquosa 5% em massa $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

- d) Solução aquosa a 5% em massa de $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (1,25 g) e 8mL de ácido clorídrico (HCl) 37% .

Adicionar o HCl ao $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ num goblé e deixar a agitar até a solução ficar límpida. Depois perfazer o volume (25,00 mL) adicionando água destilada.

Filtrar



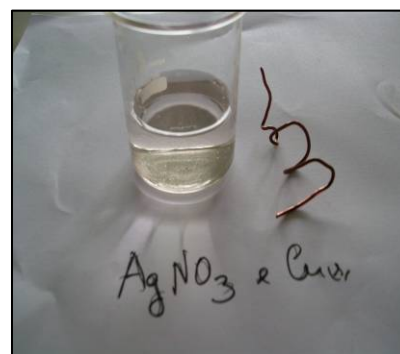
Nota: As soluções de SnCl_2 e de $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ têm que ficar a agitar durante a noite para que todo o soluto se dissolva, devem ser preparadas no dia anterior à realização da actividade.

As soluções a), b) e c) devem ser preparadas de acordo com o protocolo sobre “Preparação de uma solução aquosa utilizando um soluto sólido”, leccionado no 10º ano.

4. Formas de demonstrar estas reacções:

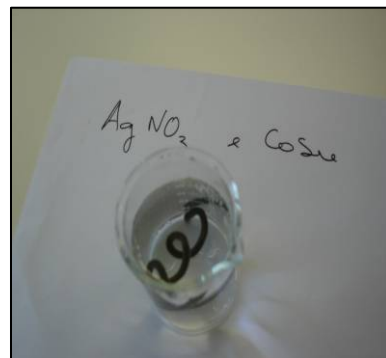
4.1- “Árvore de prata”

Colocar um enrolamento de arame de cobre grosso dentro numa solução 2% em massa de nitrato de prata (AgNO_3).

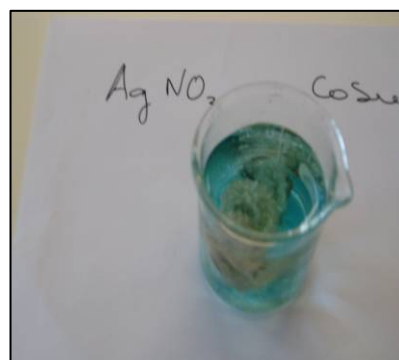


Registe as observações (início e depois)

- Início, logo após adicionar os reagentes

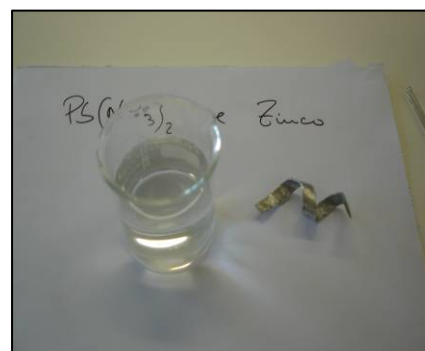


- Depois de alguns minutos



4.2- “Árvore de Chumbo”

Colocar uma fita de zinco dentro de uma solução de nitrato de chumbo $Pb(NO_3)_2$

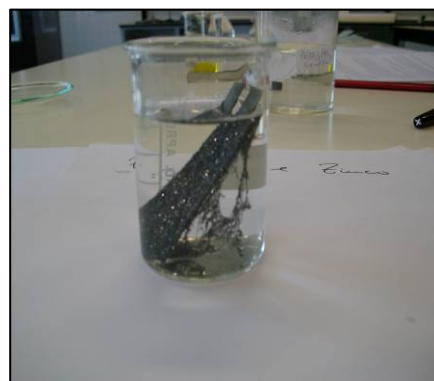


Registe as observações (início e depois)

- Início, logo após adicionar os reagentes

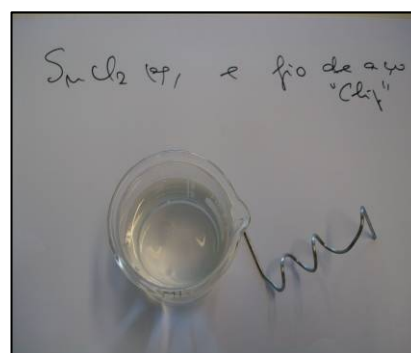


- Depois de alguns minutos



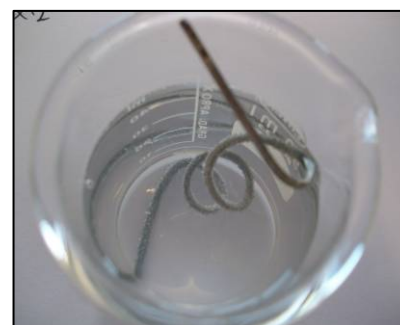
4.3- “Árvores de Estanho”

1- Colocar um enrolamento de arame de aço dentro da solução preparada em c).



Registe as observações (início e depois)

- Início, logo após adicionar os reagentes e passados alguns minutos



Colocar uma fita de zinco dentro de um recipiente com a solução preparada em d)



Registe as observações (início e depois)

- Início, logo após adicionar os reagentes



- Depois de alguns minutos



Observações

- Embora a árvore de prata seja muito bonita, o nitrato de prata é bastante dispendioso. Use-o em pequenas quantidades e tome as precauções necessárias quando usar este sal.
- Embora seja evidente, em cada uma destas experiências, a ocorrência duma reacção nos primeiros minutos, a formação completa de cristais pode demorar várias horas.
- Para eliminar os sais metálicos, deve precipitá-los e eliminá-los, colocando-os no contentor destinado a resíduos perigosos.
- Os compostos de chumbo e prata, devem ser convertidos nos respectivos sulfuretos metálicos. Para preparar sulfuretos metálicos, adicione, lentamente, uma solução 10% de sulfureto de sódio até a precipitação ser completa.
Filtre os precipitados e deixe-os secar sobre o papel de filtro. Depois de secos coloque-os juntamente com o papel de filtro no contentor.
- Deite o filtrado (líquido) pela canalização do laboratório, com água corrente.

- Soluções de outros sais metálicos, para as eliminar, prepare soluções muito diluídas e deite-as fora, lentamente e com água corrente, pela canalização.

Cálculos prévios

Solução de $AgNO_3$

Concentração de 2% em massa
Volume de 25,00 mL
M($AgNO_3$)
Massa de $AgNO_3$ a pesar
Quantidade de matéria

Solução de $Pb(NO_3)_2$

Concentração de 5% em massa
Volume de 25,00 mL
M[$Pb(NO_3)_2$]
Massa de $Pb(NO_3)_2$
Quantidade de matéria

Solução de $SnCl_2$

Concentração de 5% em massa
Volume de 25,00 mL
M($SnCl_2$)
Massa de $SnCl_2$ a pesar
Quantidade de matéria

Escreva as equações iónicas para cada uma das reacções demonstradas, indicando em cada caso:

Equação iónica de oxidação redução:

Semi - equação de Oxidação:

Semi - equação de redução:

Espécie oxidante:

Espécie redutora:

Nº de oxidação da espécie oxidante:

Nº de oxidação da espécie redutora:

Pares conjugados de oxidação redução:

Escola Secundária D. Maria II

Professora de Física e Química A

Responsável pelos Laboratórios de Física e Química A

Maria Lucinda Moreira da Costa